



TRABALHO DE FIM DE CURSO
TEMA: AS TEORIAS ATÔMICAS

INSTITUTO SUPERIOR DE EDUCAÇÃO

DEPARTAMENTO DE CIÊNCIAS E TECNOLOGIA

Trabalho científico apresentado ao ISE para a obtenção do grau de Bacharel em ensino de Físico-Química.

Elaborado por, **Sandra Maria Furtado Tavares**, aprovado pelos membros do Júri. Foi homologado pelo Conselho Científico Pedagógico, como requisito parcial para a obtenção de grau de Bacharel em ensino de Físico-Química.

O Júri

PRAIA ____ / ____ / ____



SANDRA MARIA FURTADO TAVARES

TEMA:
AS TEORIAS ATÔMICAS
(Da antiguidade ao modelo atómico actual)



TRABALHO DE FIM DE CURSO
TEMA: AS TEORIAS ATÔMICAS

**Trabalho Científico Apresentado ao ISE
para a Obtenção do grau de Bacharel em Físico-Química**

**A orientador:
Eng.. Valdemar Maurício da Silva Vaz**

Praia Setembro de 2007



AGRADECIMENTOS

Agradeço todas as pessoas que de uma forma ou de outra contribuíram para a elaboração deste trabalho, e, um agradecimento especial ao:

Meu orientador Valdemar Maurício da Silva Vaz pelo apoio que tem dado, pela paciência e disponibilização do seu precioso tempo na orientação deste trabalho.

Meu colega de curso e de profissão Nataniel Baessa, à minha colega de curso, Janice Ribeiro e o meu amigo Cipriano Carvalho por terem fornecido documentos propícios que me ajudaram na realização deste trabalho científico.

Meu professor João Cardoso por ter dado o seu apoio incondicional.

Um agradecimento muito especial à minha irmã Sílvia, por ter me acompanhado durante todo decorrer do curso e principalmente pelo apoio, e força que ela me tem dado na realização deste trabalho.



DEDICATÓRIA

Dedico este trabalho a todos os meus professores, aos meus familiares e em especial, aos meus filhos Marcos Jamir e Hugo Décio.

ÍNDICE

INTRODUÇÃO.....	7
CAPÍTULO I	9
1. CONCEITO DO ÁTOMO	9
1.1 Idade antiga (Filósofos Gregos Leucipo e Demócrito)	9
1.2 Século XVII (Roberto Boyle e E. Mariotte).....	10
1.3 Século XIX (John Dalton).	10
CAPÍTULO II.....	12
2- A CONSTITUIÇÃO DOS ATOMOS.....	12
2.1 AS PROPRIEDADES ELÉCTRICAS DA MATÉRIA	13
2.1.1 As constatações de Tales de Mileto.....	13
2.1.2 As experiências de Faraday e de Willian Crookes	14
2.2 AS PARTÍCULAS SUB ATÔMICAS.....	16
2.2.1 As descobertas de Joseph John Thonson e G.J. Stoney	16
2.2.2 As descobertas de Millikan	18
2.3 Modelo atômico de J. J. Thomson.....	18
Fig. 9 Modelo atômico de Thompson.....	19
2.2.3 As descobertas de Bequerel.....	19
2.2.3.1 <i>As descobertas dos raios alfa, beta e gama</i>	20
2.2.4 As experiências de Rutherford	22
Fig. 13 – As observações de Rutherford	23
2.4 O modelo atômico de Rutherford	23
2.4.1 Limitações do modelo de Rutherford	24
2.2.5 As descobertas de J. Chadwick	24
2.5 Os postulados de Bohr.....	25
Fig. 17 - Modelo Atômico de Bohr	27
2.6 Modelo atômico de Rutherford-Bohr	28
3. As contribuições de Edwin Schrodinger, Louis Victor de Broglie e Werner Heisenberg ...	30
3.1 Modelo da nuvem electrónica.....	30
4- Analise Critica dos modelos atômicos propostos (contribuições de cada um para o estudo das propriedades da matéria e insuficiências apresentadas)	33
5. CONCLUSÃO.....	35

6. RECOMENDAÇÃO	36
7. BIBLIOGRAFIA	37

Índice das Figuras

Fig. 1- Modelo Atômico de Dalton -----	8
Fig. 2- Pedacinhos de papel atraídos pelas esferográfico-----	9
Fig.3-As régua de plástico friccionadas afastam-se uma da outra-----	10
Fig. 4 – Tubo de descarga de gás-----	12
Fig. 5 – Incandescência do gás-----	12
Fig. 6 – Incandescência esverdeada-----	12
Fig. 7 – Pedaco de sulfureto de zinco-----	13
Fig. 8 – Diflexão de feixe de partículas-----	14
Fig. 9 – Modelo atômico de Thonson-----	16
Fig. 10 – Comportamento das radiações alfa e beta-----	17
Fig.11 – Comportamento das radiações alfa, beta e gama-----	18
Fig. 12 – Experiência de Rutherford-----	19
Fig. 13 – As observações de Rutherford-----	20
Fig. 14 – Modelo atômico de Rutherford-----	21
Fig. 15 – Passagem dos electrões para camada mais externa-----	23
Fig. 16 – Passagem dos electrões para camada de origem-----	23
Fig, 17 – Modelo atômico de Bohr-----	24
Fig. 18 – Modelo atômico de Rutherford -.Bohr-----	25
Fig. 19 – Modelo da nuvem electrónica-----	28



INTRODUÇÃO

A teoria atômica, com perto de 2000 mil anos, teve origem numa teoria filosófica desenvolvida por um grupo de filósofos gregos. Demócrito (460-370 a.c) que fazia parte deste grupo, sustentou então que toda matéria é composta por partículas muitas pequenas e indivisíveis que designou por átomos apesar de não ter sido aceite por outros filósofos, como Platão e Aristóteles, não foi esquecida e os primeiros estudos experimentais, e de cariz científico, da matéria conferiram alguma credibilidade ao então designado atomismo.

Contudo, foi apenas em 1808 que John Dalton (1766-1844) definiu, com precisão o átomo. A teoria atômica de Dalton, que marcou o início da era moderna da química assentava em algumas hipóteses.

Um grande número de estudos, iniciados por volta de 1850, demonstrou a existência de uma estrutura interna do átomo. Assim, o átomo passa a ser constituído por partículas mais pequenas, designadas por partículas sub atômicas. No início do século XX sabia-se que o átomo continha electrões e electricamente neutro, sendo o modelo mais consensual para a representação do átomo de Joseph Thonson (1856-1940).

Em 1910, um antigo aluno de Thonson, Ernest Rutherford (1871-1937) concebeu, com base em estudos de fenómenos radioactivos, um novo modelo atómico, a qual apresentava uma zona densa central a que chamou de núcleo, e as partículas de carga negativa, os electrões, encontravam-se em movimento em torno do referido núcleo.

Ainda com base no modelo de Rutherford, Niels Bohr (1885-1962), sustentou a presença de um terceiro tipo de partículas nucleares - os neutrões.



Com base no modelo de Bohr, Arnold Sommerfeld (1868-1951), entre outros cientistas, idealizaram um modelo em que as órbitas por onde os electrões se deslocam, ao invés de se apresentarem circulares, deveriam ser elípticas.

Todos estes estudos foram os precursores do actual modelo atómico em que as órbitas bem definidas dos electrões foram substituídas por regiões de probabilidade, que tal como o nome indica, são regiões onde é provável encontrar o electrão.



CAPÍTULO I

1. CONCEITO DO ÁTOMO

1.1 Idade antiga (Filósofos Gregos Leucipo e Demócrito)

«Na antiguidade acreditava-se que dividindo a matéria em pedaços cada vez menores, chegar-se-ia num ponto onde as partículas, cada vez menores, seriam invisíveis ao olho humano e, segundo alguns pensadores, indivisíveis. Graças a essas propriedades, receberam o nome de **átomos**.»¹

Um desses pensadores foi Leucipo de Mileto, que por volta de 450 a.c sustentou que a matéria pode se dividir em partículas cada vez menores. Mais conhecido que Leucipo foi seu discípulo Demócrito (400 a.c) sugeriu que a matéria não é contínua, isto é, ela é feita de minúsculas partículas indivisíveis – **átomos**. O seu movimento não é criado, é eterno e quando se agrupam em conjunto formam corpos e quando se separam um dos outros os corpos dissolvem-se. A modificação é devida ao movimento contínuo e de um número infinito de átomos. Demócrito postulou que todas as variedades de matéria resultam da combinação de átomos de quatro elementos: terra, ar, água, fogo.

Demócrito baseou seu modelo na intuição e na lógica. No entanto foi rejeitado por um dos maiores lógicos de todos os tempos, o filósofo Aristóteles. Este reviveu e fortaleceu o modelo de matéria contínua, ou seja a matéria como “um inteiro”. Os argumentos de Aristóteles permaneceram até a Renascença.

¹ (<http://wikipedia.org/wiki/Modelo.atômico>.20-08-07)



1.2 Século XVII (Roberto Boyle e E. Mariotte).

Após séculos de esquecimento, a teoria atomista dos gregos voltou a ressurgir por volta do século XVII, graças aos trabalhos dos químicos Boyle e Mariotte, desenvolvendo a primeira experiência e provando que a matéria é constituída por átomos. Boyle utilizou o ar para experiência sendo menos denso que os líquidos e os sólidos tais como a água ou a rocha. Em 1662 fez experiências com mercúrio num tubo em forma de J, chegando a conclusão de que o ar é constituído por átomos e todos os outros gases. Boyle e Mariotte observaram que o volume de um gás é inversamente proporcional a sua pressão desde que a temperatura se mantenha constante.

1.3 Século XIX (John Dalton).

Foi necessário que decorressem mais alguns anos para que o desenvolvimento da teoria atômica tivesse um suporte experimental mais convincente do que a experiência efectuada por Boyle e Mariotte.

Assim por volta de 1803 foi novamente retomada, graças ao trabalho do considerado “pai da teoria atômica”, John Dalton. «Nesse ano Dalton publicou o trabalho “Absorção de gases pela água e outros líquidos”. A partir dos resultados das experiências efectuadas com gases Dalton formulou os princípios de seu modelo atômico.

Segundo Dalton:

- Átomos de elementos diferentes possuem propriedades diferentes entre si.
- Átomos de um mesmo elemento possuem propriedades iguais e de peso invariável
- Átomos são partículas maciças, indivisíveis e esféricas formadores da matéria.
- Nas reacções químicas, os átomos permanecem inalterados.

- Na formação dos compostos, os átomos entram em proporções numéricas fixas 1/1, 1/2, 1/3, 2/3, 2/5, etc.
- O peso total de um composto é igual a soma dos pesos dos átomos dos elementos que o constituem.

Em 1808, Dalton propôs a teoria do modelo atômico, onde o átomo é minúscula esfera maciça, impenetrável, indestrutível e indivisível. Todos os átomos de um mesmo elemento químico são idênticos. Seu modelo atômico foi chamado de modelo atômico da bola de bilhar.

Em 1810 foi publicada a obra (novo sistema de filosofia química), nesse trabalho havia testes que provavam suas observações, como a lei das pressões parciais, chamada da lei de Dalton, entre outras relativas à constituição da matéria.

Os átomos são indivisíveis e indestrutíveis:

- Existe um número pequeno de elementos químicos diferentes na natureza.
- Reunindo átomos iguais ou diferentes nas variedades proporções podemos formar todas as matérias do universo conhecidos;

Para Dalton o átomo era um sistema contínuo. Apesar de um modelo simples (fig. 1), Dalton deu um grande passo na elaboração de um modelo atômico, pois foi o que investigou na busca por algumas respostas e proposição de futuros modelos:»²

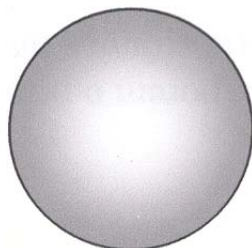


fig. 1 - Modelo atômico de Dalton

² 1, idem

CAPÍTULO II

2- A CONSTITUIÇÃO DOS ATOMOS

«Há observações feitas na nossa vida diária que demonstram a existência de fenómenos eléctricos.

Quando penteia o cabelo seco com um pente de plástico, ouve por vezes uns estalidos. Notas que o cabelo é atraído pelo pente.

Usa um pano de lã para friccionares a esferográfica de plástico.

Aproxima de pedacinhos de papel leves.

Observas que os pedacinhos de papel são atraídos pela esferográfica. (fig. 2)



Fig. 2

Fricciona uma régua de plástico com um pano de lã. Suspende-a por meio de fio de nylon num suporte apropriado em seguida fricciona outra régua de plástica com pano de lã e aproxima-a da régua a que está suspenso.

Observas que as régua friccionadas se repelem. (fig. 3)



Fig. 3

Através das experiências realizadas têm a possibilidade de se demonstrar a natureza eléctrica dos materiais. Contudo, não foi possível explicar essa natureza através do modelo atómico de Dalton.

Tornou-se necessário investigar a estrutura do átomo, isto é, saber como é o átomo no «interior». Na segunda metade do século XIX a estrutura do átomo começou a ser investigada e ganhou maior ênfase com as descobertas das propriedades eléctricas e das partículas subatómicas de certos materiais.»³

2.1 AS PROPRIEDADES ELÉCTRICAS DA MATÉRIA

2.1.1 As constatações de Tales de Mileto

«Para Mileto o que havia de primordial era a água, não considerada como uma matéria imutável no sentido, do conceito filosófico posterior de substância, mas pelo contrário como a mais mutável que existe, precisamente por isso o substrato de todas as mudanças. Nesta perspectiva admitiu que na água existem espaços vazios nos quais as partículas se movimentariam com facilidade. Estes espaços permitiam com que a água tomasse várias

³ QUÍMICA NA NOSSA VIDA – 9.º Ano de Escolaridade, M. Margarida R.D. Rodrigues Fernando

formas o que nos sólidos não se verifica, por isso adoptou a água como a origem de toda a matéria.»⁴

Os contemporâneos de Tales de Mileto já tinham constatado a atracção entre corpos, porém atribuíam ao fenómeno uma causa sobrenatural ou, em certos casos, uma origem emocional manifestada pelos corpos quando estão uns em presença de outras.

2.1.2 As experiências de Faraday e de Willian Crookes

«Faraday descobriu que existia uma relação quantitativa entre a quantidade de carga eléctrica que passava através de composto fundido e a massa do elemento produzido.

Baseando-se nas suas observações formulou as leis electrólise em 1830, isto é, as reacções químicas provocadas pela passagem da electricidade. Faraday sentia-se intrigado pela descoberta feita em 1920 por Oersted, sobre o desvio de uma agulha e de uma bússola por uma corrente eléctrica ora, contrariamente a gravitação e as forças electrostáticas que actuam em linha recta no eixo formado pelos dois corpos que interactuam, o desvio dá-se numa direcção perpendicular ao fio indicando que a força actua em círculos a volta do fio. Faraday conclui que deveria ser possível criar o movimento contínuo. Fez rodar um condutor a volta de um íman e, inversamente um íman a volta de um fio condutor. Foi isso que o levou em 1831 a descobrir a indução ou seja o facto de que o campo magnético variável cria um campo eléctrico.

Vinte anos mais tarde começaram a surgir os primeiros experimentos que deram indício de que os átomos poderiam ser constituídos de partes menores. O físico Britânico Willian Crookes utilizou um tubo de descarga de gás de vidro (fig. 4) com dois eléctrodos colocados em extremidades opostos, e ligados a uma fonte de alta voltagem.

⁴ A TERRA E O COSMO, «Os Horizontes do Espaço, do Tempo. Da Matéria e da Energia», - Portugal

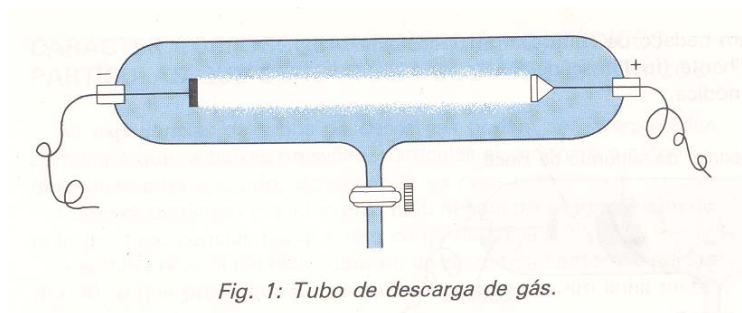


Fig. 4 Tubo de descarga de gás

O tubo é então conectado a uma bomba de vácuo e evacuado gradualmente. Com a saída do gás, o gás residual no interior do tubo começa a emitir uma leve incandescência. (fig. 5)

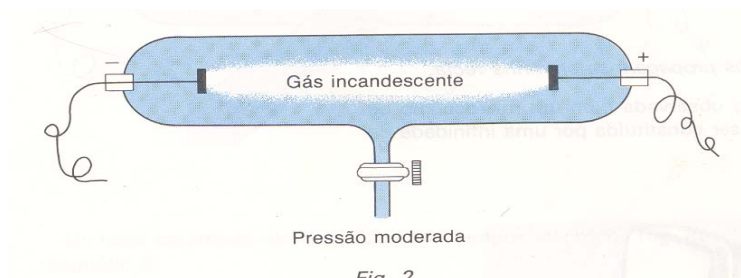


Fig. 5

Posteriormente, a pressão no tubo diminuiu e a incandescência desaparece gradualmente.

O vidro na extremidade com o ânodo começa a emitir uma incandescência esverdeada. (fig. 6)

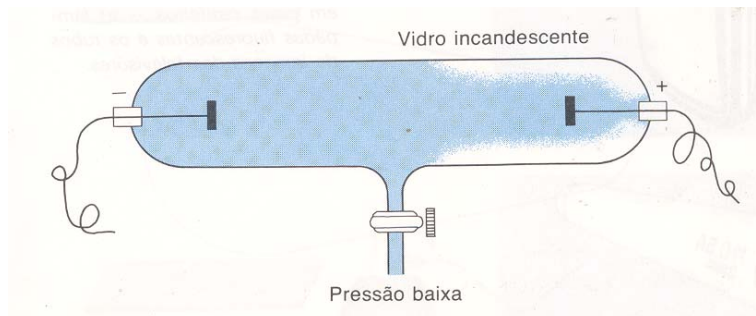


Fig. 6

Se no tubo introduzimos um pedaço de sulfureto de zinco, (fig. 7)este emite uma incandescência brilhante e projecta uma sombra na região anódica.

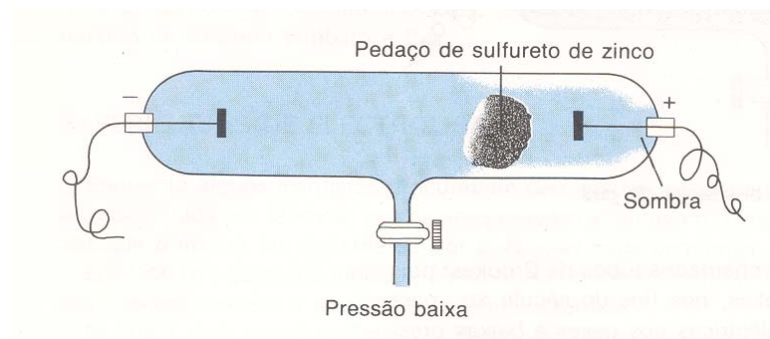


Fig. 7

Isto é possível porque o sulfureto de zinco é uma substância que emite luz quando bombardeado com partículas de alta energia. Portanto a baixa pressão é evidente que alguma coisa deixa o cátodo e viaja para o ânodo. O raio catódico é formado por um feixe de minúsculas partículas e cada vez que uma partículas individual do sulfato de zinco um flash de luz é emitido. A incandescência emitida pelo gaz no interior do tubo a pressões intermediárias resulta da colisão entre as partículas em movimento e as moléculas do gás.»⁵

2.2 AS PARTÍCULAS SUB ATÔMICAS

2.2.1 As descobertas de Joseph John Thonson e G.J. Stoney

Desde da antiguidade até a época em que viveu Dalton o átomo era considerado como partícula indivisível. Os primeiros investigadores a contestarem a indivisibilidade do átomo foram Plunker e Goldstein. Fizeram uma experiência com tubo de descarga que levaram a pôr em causa a indivisibilidade do átomo. Montaram um circuito eléctrico com:

- Tubo de descarga

⁵ QUÍMICA – 10 Ano de Escolaridade, Maria da Graça Varandas Lourença, Virgília Lopes Tadeu – Texto Editora

- Fonte de alimentação
- Uma bobina
- Fios de ligação.

Quando se estabeleceu o circuito eléctrico, observou-se uma fluorescência esverdeada, no interior do tubo de vidro, provocada pela propagação de um feixe de partículas (designadas por feixes de raio catódicos) que deslocam do cátodo, para o ânodo.

Para explicar a constituições desses raios, apareceu fisico inglês J.J.Thonson, apoiando-se em experiências análogas admitiu que os raios catódicos são constituídos por partículas que possuem cargas negativa. Estas partículas provêm dos átomos do cátodo, quando entre os eléctrodos se aplica uma grande diferença de potencial. Thonson mediu a massa e a carga da partícula identificada em 1887 como constituintes dos raios catódicos. Foi então desta forma, que Thonson retomando as experiências de Jean Perrin conseguiu identificar a partícula considerada como constituinte do raio catódico com carga negativa. Essas partículas que o físico irlandês G.J Stoney deu o nome de electrão em 1891.

«Em 1897 J.J Thonson em experiências com placas eléctricas, ele observou que quando se colocava placas de cargas opostas acima e abaixo do tubo o feixe de partículas era deflectido em direcção a placa positiva e chocava-se com a parede de tubo (fig. 8).»⁶

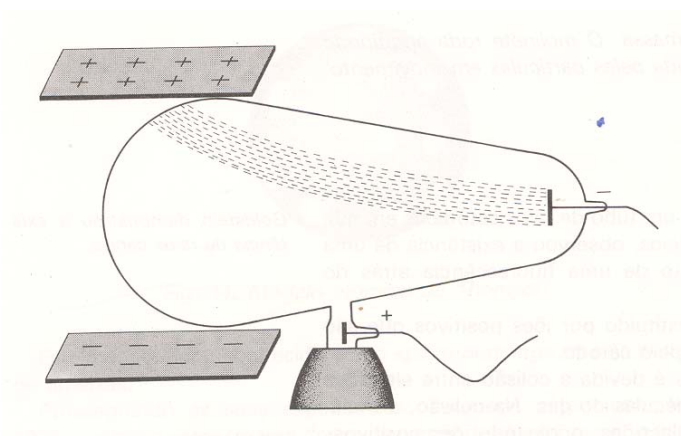


Fig. 8

⁶ Idem, página 10



2.2.2 As descobertas de Millikan

«A primeira prova experimental de uma ligação entre propriedades eléctricas e químicas resultou do trabalho de Sir Humphrey Davy(1778-1829). Trabalho este que foi continuado pelo discípulo de Davy, Michael Faraday, mas que foi resolvido pelo britânico J. J. Thomson com a descoberta do electrão pelo qual estabeleceu um valor para a razão carga (e) / massa (m).

Em 1909, o físico americano Robert A. Millikan(1868-1953), melhorou o “método da nuvem” para conseguir um método fidedigno para a medição da carga do electrão. Através das suas experiências percebeu que seria muito mais exacto trabalhar com gotas simples do que com numerosas gotículas de uma nuvem. Observou a velocidade de queda de uma gota (sem carga) e calculou a sua massa. Depois pôs a gota a uma fonte de radiação ionizante para lhe fornecer uma carga eléctrica e aplicou um campo eléctrico entre as duas placas. Ele mediu a força eléctrica necessária para impedir que a gota caísse devido a gravidade e calculou a carga eléctrica total na gota a partir da massa e da intensidade do campo. Observou que a carga eléctrica de qualquer partícula era sempre um múltiplo de uma quantidade simples, que considerou ser a carga transportada por um electrão.

Neste mesmo ano aplicou um valor para carga, mas ficou perturbado, devido a evaporação das gotas de água. Fez novamente a experiência, mas, utilizando gotas de óleo. Repetiu as suas medições cuidadosamente e, em 1913 publicou um novo valor para a carga que é $-1,60 \times 10^{-19}$ coulombs.»⁷

2.3 Modelo atómico de J. J. Thomson

O inglês J. J. Thomson descobriu o electrão em 1897 e verificou que quase todos os átomos de metais, em determinadas condições, emitiam electrões. A partir daí supôs que fossem os electrões os constituintes de todos os átomos.

⁷ COMPÊNDIO DE QUÍMICA, TEIXEIRA, José A. Nunes, Adrian B.S. 2.º Ano (antigo 4.º Ano) Porto Editora

Por conseguinte, os átomos não podiam ser esferas homogêneas: tinham de possuir uma estrutura capaz de explicar a existência de electrões e de explicar fenómenos como a radioactividade.

Embora Dalton já tivesse proposto um modelo atómico, mas J. J. Thomson teve necessidade de conceber um novo modelo (fig. 9) para o átomo, que anuncia, que os átomos eram esferas de carga positiva distribuída de forma uniformemente, estando os electrões dispersos no seu interior em número suficiente para tornarem o átomo neutro

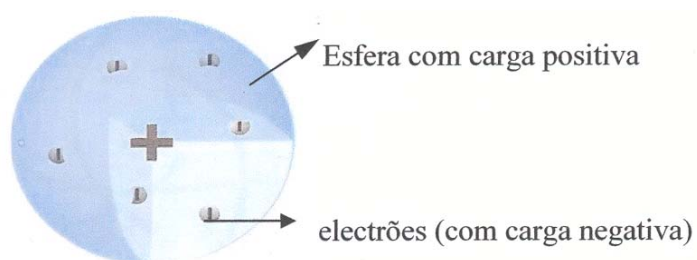


Fig. 9 Modelo atómico de Thompson

2.2.3 As descobertas de Bequerel

Henri Bequerel, cientista francês, estudava a emissão do raio X, utilizando uma placa fotográfica que envolveu um papel negro (para proteger da luz ultravioleta do sol).

Quando mais tarde ele os revelou, verificou que conseguiu recriar os raios X com a luz do sol. Devido ao mau tempo, ele guardou as suas experiências numa gaveta ao lado de um cristal de sulfato de urânio, depois revelou as placas guardadas na gaveta e verificou que os cristais emitiam raios na ausência da luz. Surpreendido, Bequerel interrogava sobre a origem da energia emitida. Tentou libertá-la aquecendo o cristal, mas mesmo assim o cristal continuava a emitir esses raios. Bastava que o urânio entrasse na composição dos cristais para que os raios fossem emitidos. Ele observou que essas substâncias emitam radiações capazes de atravessar corpos finos e impressionar películas fotográficas, tornando o ar que as

rodeavam um condutor e demonstrou isso, utilizando um electroscópio de folhas de ouro. Depois verificou acidentalmente que algumas substâncias (caso do sulfato do potássio e do

urânio) emitiam radiações capazes de atravessar corpos finos e impressionar películas fotográficas. Tinha descoberto a **radioactividade**.

2.2.3.1 As descobertas dos raios alfa, beta e gama

«A descoberta da radioactividade foi sem dúvida um dos acontecimentos mais importantes no estudo da estrutura atômica.

Quando em 1895, Roentgen (1845-1923) efectuava descargas de gases numa ampola de Crookes, observou que havia radiações que atravessavam um papel preto que cobria a ampola. Estas radiações não tinham carga eléctrica e foram denominadas raios X. Os raios X são constituídos por partículas e têm pequeno comprimento de onda.

Estudando a natureza das radiações, emitidas por substâncias radioactivas, Rutherford em 1897 observou que elas eram de dois tipos:

- Umas mais penetrantes – os raios beta (β);
- Outras menos penetrantes – os raios alfa (α).

Em 1900, Bequerel, observou que as radiações Alfa e Beta, quando sujeitas a campos eléctricos e magnéticos, eram desviadas em sentidos diferentes. (fig. 10)

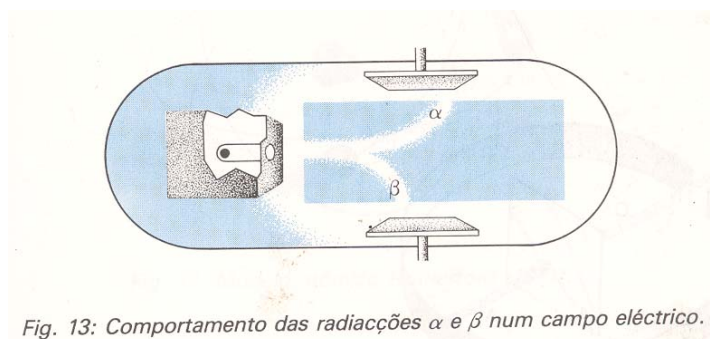


Fig. 10

A partir dessa observação, Bequerel identificou a natureza eléctrica dessas radiações:

- As partículas alfa são positivas;
- As partículas Beta são negativas.

Na mesma altura, o cientista francês Paul Villard (1860 – 1934) observou a existência de um terceiro tipo de radiação sem carga eléctrica ou massa e muito mais penetrante que os raios α e β , denominou-a de raios gama (γ) (fig. 11).»⁸

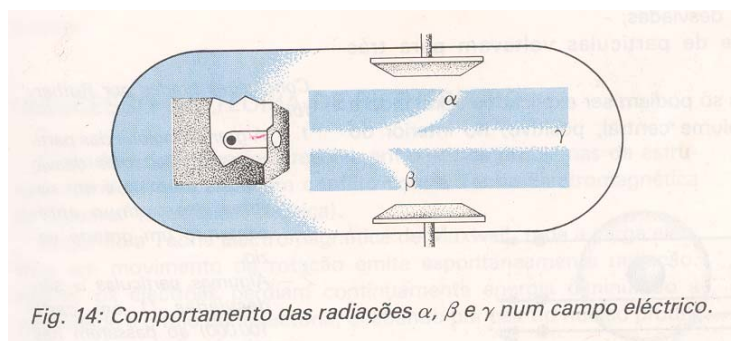


Fig. 11

Radiação	Simbolo	Carga	Massa
Alfa	α 4 2	+ 2	4
Beta	β 0 -1	- 1	0
Gama	γ 0 0	0	0

⁸ Idem, pág. 10

2.2.4 As experiências de Rutherford

«O inglês Ernest Rutherford, discípulo de Thomson, estudava os fenómenos radioactivos e tentava interpretá-los com os conhecimentos actuais.

Ele e mais alguns colaboradores estudavam o efeito do bombardeamento de folhas de ouro, muito delgadas, por partículas alfa. Essas partículas, cuja estrutura eles não tinham conhecido mas que sabiam ter carga eléctrica positiva, eram projecteis de dimensões próximas das dos átomos bombardeados. As partículas alfa atingiam a folha de ouro, atravessando-a, e eram detectadas por um alvo fluorescente colocada atrás dela (fig. 12).

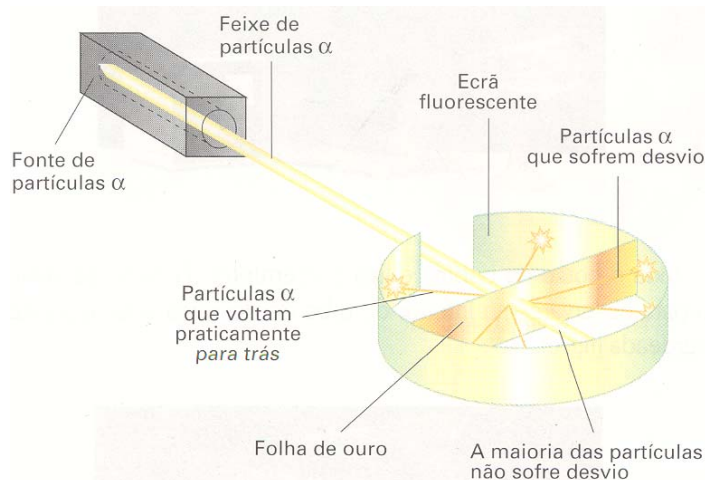


Fig. 12 – Experiência de Rutherford

Um dos colaboradores verificou que uma pequeníssima fracção de partículas alfa era desviada da direcção em que se movimentava inicialmente. Esta descoberta levou Rutherford a testar todas as posições possíveis para o alvo, constando sempre que nem todas as radiações alfa seguiam em frente e que algumas delas, ao chocar com os átomos de ouro, eram violentamente projectadas para trás, como se encontrassem um forte obstáculo pelo caminho (fig. 13).

Tendo em conta que a carga positiva se distribuisse homogeneamente nos átomos, de certeza, que todas as partículas alfa os atravessassem do mesmo modo. A partir desta experiência tiraram as seguintes conclusões:

1º- Como a grande maioria das partículas alfa atravessa a folha de ouro sem se desviar, então não deveria encontrar obstáculos à sua passagem – o átomo deveria ser essencialmente constituído por espaços vazios;

2º- Se apenas um pequeníssimo número de partículas alfa era desviada ao chocar com os átomos de ouro, então essas partículas deveriam passar muito perto de uma zona de átomo que os repelia fortemente, como se tratasse de uma muralha, e que deveria ser de reduzidas dimensões quando comparada com o átomo. Essa zona deveria ainda ter carga eléctrica positiva, pois só assim se percebia o seu efeito de repulsão sobre as partículas alfa.

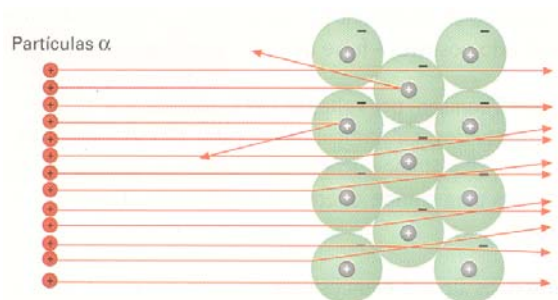


Fig. 13 – As observações de Rutherford

2.4 O modelo atômico de Rutherford

Depois das experiências de Rutherford o modelo atômico de Thomson foi posto de lado. Rutherford propôs um novo modelo atômico (fig. 14) em 1910.

Segundo ele, o átomo seria constituído por uma pequena região central de carga eléctrica positiva – **o núcleo** – onde estaria concentrado a maior parte da sua massa. Os electrões, por sua vez, deveriam girar em órbitas em torno do núcleo.

Por outro lado, a carga eléctrica do núcleo seria simétrica da carga total dos electrões, uma vez que o átomo se comportava como um todo neutro.

As suas experiências permitia-lhe concluir que o raio do núcleo era muitíssimo mais pequeno que raio atômico.

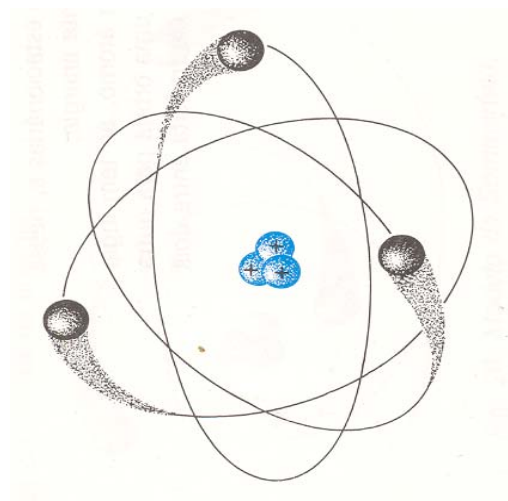


Fig. 14 - Modelo atômico de Rutherford

2.4.1 Limitações do modelo de Rutherford

O modelo atômico de Rutherford, apesar de inovador, não foi aceite com facilidade. Não explicava por exemplo, porque é que os electrões giravam em órbita em torno do núcleo e não caíam nele. Segundo as leis da física clássica, o átomo tal como Rutherford concebia, seria instável, pois os electrões no seu movimento perderiam energia e em consequência disso acabariam por cair no núcleo de cargas positivas.

2.2.5 As descobertas de J. Chadwick

A partir de uma experiência realizada pelos alemães Walter Bothe e Heinrich Becker em 1930, os físicos queriam saber se desintegração artificial dos núcleos se assemelhava à desintegração natural dos núcleos radioactivos que provocava a emissão de raios gama. Por isso bombardearam o berílio com partículas alfa.

A solução a este problema não foi facilmente encontrada. Só mais tarde que James Chadwick encontrou a solução ao repetir mais uma vez a experiência. Para que



os prótons pudessem tão facilmente ser posto em movimento era preciso a intervenção na reacção, de uma outra partícula do protão. Como não ionizava a atmosfera, não devia ser portadora de carga eléctrica.

Foi desta forma que James Chadwick confirmou experimentalmente em 1932, a existência de partículas de massa igual a do protão sem carga eléctrica que ele deu nome de **neutrão**.

2.5 Os postulados de Bohr

Em, 1913, Bohr, propôs, com base em estudos feitos sobre o átomo de hidrogénio, algumas alterações ao modelo atómico de Rutherford apresentando os seguintes postulados:

- Os electrões giram ao redor do núcleo em orbitas fixas e com energia definida. As orbitas são chamadas camadas electrónicas, representadas pelas letras K, L, M, N, O, P e Q a partir do núcleo, ou níveis de energias representados pelos números 1, 2, 3, 4,...;
- Os electrões ao se movimentarem numa camada electrónica não absorvem nem emitem energia;
- Os electrões de um átomo tendem a ocupar as camadas electrónicas mais próximas do núcleo, isto é, as que apresentam menor quantidade de energia;
- Um átomo está no estado fundamental quando seus electrões, ocupam as camadas menos energéticas;
- Quando um átomo recebe energia (térmica ou eléctrica), o electrão pode saltar para uma camada mais externa (mais energética) (fig. 15). Nessas condições o átomo se encontra num estado excitado;

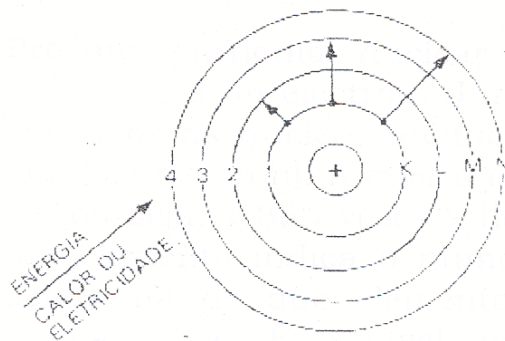


Fig. 15

- Os electrões de um átomo excitado tendem a voltar para as camadas de origem. (fig. 15) Quando isso ocorre, ele devolve, sob a forma de uma onda electromagnética, a energia que foi recebida na forma de calor ou electricidade.

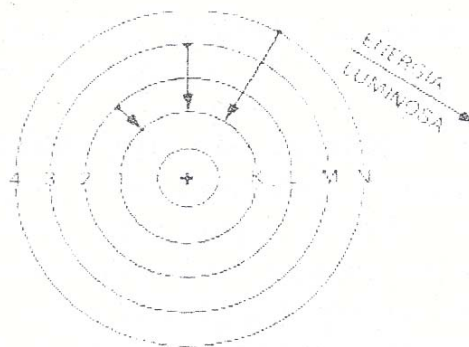


Fig. 16

Esses postulados permitem explicar a existência dos espectros de emissão descontínuas. Como o electrão só pode ocupar determinadas orbitas, as transições electrónicas (ida e volta do electrão) ocorrem em número restrito, o que produz somente alguns tipos de radiação electromagnética e não todas como no espectro contínuo.

Foi o físico Niels Bohr quem, na segunda década deste século admitiu pela primeira vez a quantização da energia do electrão no átomo de hidrogénio, fornecendo simultaneamente uma interpretação coerente para o átomo de hidrogénio.

Com efeito em 1914, Bohr para explicar a existência de riscas no espectro de emissão do hidrogénio introduziu a ideia de que a emissão e absorção de luz pelo átomo de hidrogénio correspondia a mudanças de energia do electrão no interior do átomo.

O facto de só determinadas frequências serem emitidas evidencia que só certas mudanças de energia do electrão eram permitidas. Esta hipótese revelou-se extremamente frutuosa e foi de importância decisiva para o posterior desenvolvimento da teoria quântica.

Dado que se convencionou que fora do átomo o electrão possui um valor zero de energia (pois esta fora do raio de acção do núcleo), todos os valores da energia do electrão dentro do átomo são negativos. Deste modo, quanto mais negativo for o valor da energia do electrão menor é de facto a sua energia no átomo.

Por outro lado, quanto menor for o nível de energia menor é em média a distância do electrão ao núcleo. Inversamente quanto maior o nível de energia maior é o afastamento em relação ao núcleo.

Com base na relação de Planck e na interpretação de Bohr para a energia do electrão do átomo de hidrogénio pode calcular-se a mudança de energia de electrão correspondente a cada linha do espectro do hidrogénio a partir da equação – $E=h \cdot \nu$

Baseando nos estudos feitos sobre o modelo atómico Bohr, apresentou o seguinte modelo atómico (fig. 17)

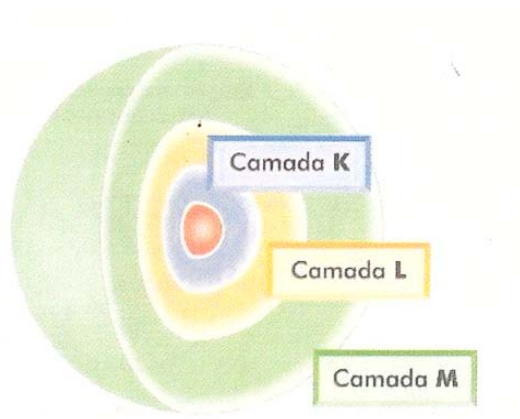


Fig. 17 - Modelo Atómico de Bohr

2.6 Modelo atômico de Rutherford-Bohr

O átomo é essencialmente formado pelo vazio e a força que fazia desviar as partículas alfa, era uma força eléctrica muito intensa, concentrada numa zona central designada núcleo com uma dimensão cerca de dez mil vezes inferior a do átomo em si. O núcleo é constituído por protões e neutrões, que constituem por si só, o essencial da massa atômica, muito mais pesado e com carga eléctrica simétrica dos electrões periféricos em órbitas, e o número de protões é igual ao número de electrões para que seja possível garantir a neutralidade eléctrica do átomo.

Sobre a experiência que ambos estavam a desenvolver no laboratório Bohr teve de sugerir que os raios alfa e beta poderiam ser oriundo do núcleo.

Das alterações sofridas pelos átomos no momento de emissões de partículas alfa e beta, viu aí uma ligação directa com a estrutura do núcleo.

Concluiu, portanto que o núcleo era a sede da radioactividade, e verificou que a disposição dos electrões em órbitas à volta do núcleo explicava as propriedades físicas e químicas de todos os elementos.

Neste modelo foi representado o átomo como se vê na figura 18.

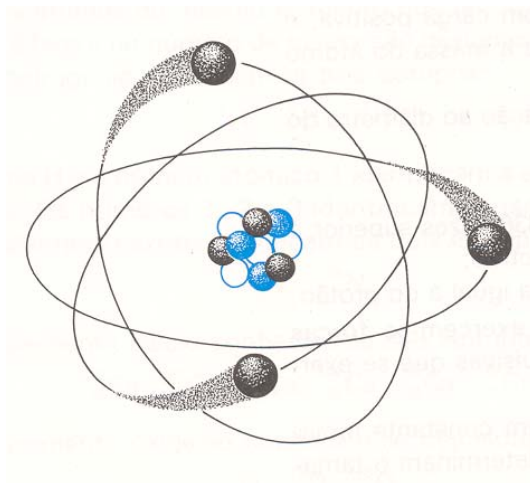


Fig. 18 - Modelo atômico de Rutherford-Bohr

Os físicos descobriram que os átomos libertam uma grande variedade de partículas subatômicas quando são bombardeados com partículas de energia elevadíssima, em instalações especiais. Como a maior parte das reacções se dá em condições muito menos drásticas, os químicos só se ocupam de electrões, protões e neutrões, sendo assim foi apresentado algumas propriedades dessas partículas subatômicas.

Propriedades das partículas sub-atômicas

Partículas	Massa		Carga	
	Kg	Unidade de massa atômica u.m.a	Coulomb (c)	Unidade de carga eléctrica (e)
Electrão	$9,10953 \times 10^{-31}$	0,0005486	$-1,602 \times 10^{-19}$	-1
Protão	$1,67265 \times 10^{-27}$	1,007276	$+1,602 \times 10^{-19}$	1
Neutrão	$1,67495 \times 10^{-27}$	1,008665	0	0

3. As contribuições de Edwin Schrodinger, Louis Victor de Broglie e Werner Heisenberg

«Em 1926, Schrodinger tentou descrever o comportamento dos electrões no átomo, baseando-se nos ideais de Louis de Broglie, segundo as quais as partículas em movimento se associam a uma onda. O electrão, no átomo de hidrogénio, só pode ocupar determinados níveis de energia. Embora os valores desses níveis sejam bem definidos e conhecidos, não é possível, em dado instante, saber a posição do electrão.

Em 1927, Heisenberg, físico alemão, desenvolveu uma relação importante, conhecida como *princípio de incerteza de Heisenberg*.

Este princípio diz que não é possível determinar, simultaneamente e com exactidão, a posição e a velocidade de uma partícula material. Não é possível, portanto, atribuir a um ponto do espaço a presença do electrão, num certo instante. No entanto, pode atribuir-se a esse ponto uma certa probabilidade de presença do electrão.»⁹

3.1 Modelo da nuvem electrónica

Neste modelo (fig. 19) marca-se o núcleo central e indica-se por pontos as posições que um dado electrão pode ocupar em volta do núcleo nos diferentes instantes.

As zonas por onde os electrões passam mais vezes terão uma maior densidade de pontos, e onde eles passam menos vezes, são as que apresentam uma densidade de pontos menor. Estes pontos formam uma “nuvem” em torno do núcleo que não tem

⁹ Idem, pág. 5

fronteira, uma vez que não há região demarcada para o movimento do electrão. Apenas há regiões por onde ele passa mais vezes e outras por onde ele, provavelmente não passa. Um dos pressupostos da teoria atômica moderna é em afirmar a impossibilidade em determinar

exactamente a posição em que um electrão se encontra num átomo num determinado instante. Isto significa que, no seu movimento, o electrão não tem uma trajectória definida, podendo estar ora mais próximo do núcleo, ora mais afastada. Assim, não se pode afirmar que um determinado electrão descreve uma órbita a uma certa distância do núcleo. No entanto, ele pode encontrar-se muito mais frequentemente em determinadas zonas do átomo do que em outras. De facto, segundo a teoria atômica actual, apenas é possível indicar onde um electrão se encontra mais frequentemente e não onde se encontra exactamente.

A zona (região do espaço) onde é possível encontrar mais frequentemente o electrão designa-se por orbital.



Fig. 19 - Modelo da nuvem electrónica



TRABALHO DE FIM DE CURSO
TEMA: AS TEORIAS ATÔMICAS

4- Analise Critica dos modelos atômicos propostos (contribuições de cada um para o estudo das propriedades da matéria e insuficiências apresentadas)

O conhecimento do átomo ainda hoje seria um mistério se não fosse as preciosíssimas contribuições, iniciadas desde a antiguidade pelos filósofos gregos mas que ao longo dos tempos foi-se evoluindo até a actualidade.

Os primeiros filósofos a defenderem que o átomo era uma partícula indivisível foram Leucipo e Demócrito. Deram uma importante contribuição quando afirmaram que toda a matéria era constituída por pequeníssimas partículas e que quando se agrupam formam corpos e quando se separam um dos outros, os corpos resolvem-se, mas não tinham razão quando diziam que era uma partícula indivisível.

Embora mais tarde John Dalton, experimentalmente, confirmou que todos os corpos eram constituídos por partículas indivisíveis, mas continuou no erro da indivisibilidade do átomo.

Através de várias experiências de muitos físicos e químicos da época sempre um dando sequência ao outro, que em 1897 J.J. Thomson descobriu o electrão e pôs em causa as afirmações feitas pelos filósofos gregos da antiguidade e por Dalton.

Segundo ele os átomos não podiam ser esferas homogêneas, mas sim esferas de carga positiva distribuída uniformemente e os electrões dispersos no seu interior em número suficiente para tornarem o átomo neutro. Thomson não estava errado quando fez as suas afirmações, mas faltava algo a acrescentar.

Desta forma Rutherford baseando nas suas experiências contrariou Thomson afirmando que o átomo seria constituído por uma pequena região central de carga eléctrica positiva e que os electrões giravam em torno do núcleo.

Apesar das afirmações terem uma base experimental faltava ainda uma explicação do porque que os electrões não caíam no núcleo ao girar em torno dele sabendo que os electrões em movimento podiam perder energia.

Com esta limitação no modelo atômico de Rutherford, Bohr veio a dar a continuidade ao estudo do modelo apresentado pelo Rutherford afirmando que o átomo é essencialmente formado de vazio e que o núcleo é constituído por nucleões (prótons e neutrões) e que os electrões descreviam orbitas circulares, bem definidas e estáveis em volta do núcleo.



Bohr ainda tentando esclarecer e /ou desvendar este mistério do átomo afirmou que o núcleo e o centro da radioactividade e que a disposição em orbita a volta do núcleo explicavam as propriedades físicas e químicas de todos os elementos.

Mas tarde veio a aparecer uma certa dúvida da exactidão da posição e da velocidade dos electrões. Com isso veio a aparecer o princípio de incerteza de Heisenberg a qual deixou-se de falar em orbitas para se falar em orbitais que são zonas prováveis onde podemos encontrar os electrões. A partir desta afirmação veio a aparecer novo modelo atómico designado por modelo da nuvem electrónica ou modelo atómico actual.

Apesar de não ser possível determinar num dado momento a posição e velocidade de um electrão, diversos factos experimentais em particular relativos aos espectros atómicos obtidos em fins do século passado e princípios deste século desafiando a inteligência humana levaram a comunidades dos físicos e químicos a criarem modelos sofisticados de explicação da estrutura atómica.

Embora o campo das partículas subatomicas continue a ser objecto de investigação, e já possível explicar, o comportamento macroscópico da matéria e interpretar, prever e planear inúmeras reacções químicas tendo como ponto de partida o conhecimento já disponível sobre o átomo e sobre a estrutura atómica.



5. CONCLUSÃO

O conhecimento do átomo ainda hoje seria um mistério se não fosse as preciosíssimas contribuições, iniciadas desde antiguidade pelos filósofos gregos, mas que ao longo dos tempos foi-se evoluindo até a actualidade, através das contribuições dadas pelos físicos e químicos que se interessaram pelo estudo do átomo.

Certamente que o mistério dos átomos não foi totalmente desvendado, porque desde a antiguidade que os homens andaram a tentar compreender isso, mas só depois

de milhares de anos foi possível ter uma resposta lógica que justificasse todas as afirmações. Mas pensam que o alcançado até o momento é de grande importância para o mundo actual, para novas descobertas e para conhecer melhor as partes constituintes de todos os corpos.

Desta forma penso que neste momento é mais fácil fazer novas descobertas, visto que vivemos num avançado mundo de tecnologia.

Com este trabalho acho que consegui atingir os meus objectivos traçados anteriormente e ajudar de uma forma ou outra as pessoas que têm interesse no estudo das teorias atómicas.



6. RECOMENDAÇÃO

Recomendo a consulta deste trabalho a todos aqueles que querem alargar o seu conhecimento relativo ao estudo da evolução das teoria atómicas. Este trabalho tem o mérito de fornecer, aos alunos pré universitários e professores a perspectiva de que não há saber acabado e que a pesquisa científica, conducente ao pograma e uma constante.

Fazendo apelos aos conhecimentos já adquiridos quer da química, quer de outros ramos do saber tenta-se inculir de forma itegradara uma metodologia de estudo adequada a responder a novas questões e desafios da sociedade.



7. BIBLIOGRAFIA

- QUÍMICA – ^a edição, 10.º ano de escolaridade. ENSINO SECUNDÁRIO
CÔNCIO, Maria Helena;
- QUÍMICA, Princípio e Aplicações, REGER, Daniel GOODE, Scott MERCER,
Eduard;
Serviço de Educação, Fundação Calouste Gulbenkian;
- COMPÊNDIO DE QUÍMICA, TEIXEIRA, José A. Nunes, Adrian B.S. 2.º Ano
(antigo 4.º ano), Porto Editora L.da. Rua da restauração, 365 – Porto
- A TERRE E O COSMO, «Os Horizontes do Espaço, do Tempo. Da Matéria e da
Energia», ASIMOV, Isaac Editor, Francisco Lyon de Castro. Publicações
Europa-América L.da. Apartado 8, 2726 Mem Martins Codex – Portugal;
- QUÍMICA – 9.º Ano, MENDONÇA, Lucinda Santos RAMALHO, Marta
Duarte
- EU E A QUÍMICA – 9.º Ano de Escolaridade, MAVIEL, Noémia MIRANDA,
Ana. Porto Editora
- NO MUNDO DA QUÍMICA-9º ano ensino Básico-3ºciclo,M. Neli G.C. Cavaleiro,
M. Damingas Beleza
Edições ASA



QUIMICA NA NOSSA VIDA-9º Ano de Escolaridade, M. Margarida R.D. Rodrigues

Fernando

Porto Editora

- QUIMICA – 10º Ano de Escolaridade, Maria da Graça Varandas Lourença, Virgília

Lopes Tadeu

Testo Editora

- Site:

- [http:// mfefaria. Vilabol. Uol.com.br/átomo.html](http://mfefaria.Vilabol.Uol.com.br/átomo.html)

- <http://www.geocities.com/silicon Valley/lab/9043/química/resumo1.htm?200723>

- Carla Padrel de Oliveira, Universidade Aberta, 2005



TRABALHO DE FIM DE CURSO
TEMA: AS TEORIAS ATÔMICAS